نادي النجاح كلية العلوم
success club

UNIVERSITE CHOUAIB DOUKKALI
FACULTE DES SCIENCES EL JADIDA MAROC

Les TD de 2014/2015
avec correction
SMC3



chimie descriptive



Email: Clubnajah2013@gmail.com
www.clubnajah.blogspot.com
www.facebook.com/succes.club

متمنياتنا للجميع بالتوفيق والنجاح

2015/2016

exosup.com
page facebook

تمارين الأعمال التوجيهية لسنة

2014/2015 رفقة التصحيح

من جمع وترتيب نادي النجاح

تشكراتنا لكل من ساهم من قريب أو بعيد

في إنجاز هذا العمل وأخص بالذكر الطالبة

للمساهمة في إعداد هذا العملآسية عاطف

عن المكتب المسير للنادي

Email: Clubnajah2013@gmail.com

www.clubnajah.blogspot.com

www.facebook.com/succes.club

UNIVERSITE CHOUAIB DOUKKALI
FACULTE DES SCIENCES
EL JADIDA
Département de Chimie

Année Universitaire 2014/2015

SMC3
MODULE
CHIMIE MINERALE DESCRIPTIVE et DIAGRAMMES DE PHASES
TD DE CHIMIE DESCRIPTIVE
Série N° 1

Exercice I :

L'hydrogène est préparé industriellement à partir de la vapeur d'eau par différentes méthodes.

1°) Quels sont les isotopes de l'hydrogène ? Donner leurs noms et leurs symboles.

2°) Quels sont les degrés d'oxydation possibles pour l'hydrogène ? Citer un exemple dans chaque cas.

3°) Ecrire les demies- équations de réaction et la réaction globale de préparation de H_2 par électrolyse d'une solution aqueuse à 20% de NaCl.

4°) H_2 peut être aussi préparé à partir d'un alcane ou à partir du carbone et de la vapeur d'eau.

a) Ecrire dans chaque cas la réaction de formation de H_2.

b) Comment sépare-t- on H_2 de CO_2 ?

Exercice II :

1°) Quels sont les types d'hydrures et la nature de la liaison dans chaque hydrure. Donner un exemple dans chaque cas.

2°) Sur le tableau ci-dessous sont reportées les températures d'ébullition des composés HX (X= F, Cl, Br, I) ainsi que les valeurs des moments dipolaires et des longueurs de liaison.

a) Représenter la figure T_{eb} en fonction de X. Que remarquez –vous ?

b) Montrer que le pourcentage de caractère ionique de la liaison avec l'hydrogène diminue du fluor à l'iode.

c) Expliquer pourquoi la température d'ébullition de HF est élevée. Faire un schéma montrant la nature des liaisons entre H et F.

Formule	HF	HCl	HBr	HI
T_{eb} (°C)	+ 19,4	-85	-67	-35
μ (Debye) exp	1,74	1,07	0,788	0,382
l (Å)	0,92	1,27	1,41	1,61

1 Debye = 3, 33564.10^{-30} Cb.m

TSVP

exosup.com page facebook

Exercice III :

La préparation du sodium métallique et du dichlore gazeux se fait par électrolyse du chlorure de sodium fondu (NaCl).

1°) Ecrire les demies-équations aux bornes et l'équation bilan de la réaction.

2°) Pourquoi ajoute-t-on $CaCl_2$ lors de l'électrolyse ?

3°) Lors de cette électrolyse, on a obtenu 56 litres de dichlore à l'anode, volume mesuré dans les conditions normales de température et de pression, calculer :

a) le nombre de moles de dichlore obtenu.

b) la masse de chlorure de sodium utilisé pour cette électrolyse.

4°) Quel est le produit obtenu en plus de Cl_2 si l'électrolyse est réalisée en milieu aqueux ? Ecrire la réaction de sa formation.

Données : $M_{Na} = 23$ g/mol ; $M_{Cl} = 35,5$ g/mol ; Volume molaire normal = 22,4 litres.

Exercice IV :

1°) Donner les noms et les symboles des éléments de la famille des alcalins et de la famille des alcalino-terreux et préciser leurs positions dans le tableau périodique.

2°) Comment évolue l'électronégativité pour ces éléments ? En déduire pour quelle raison le béryllium ne réagit pas avec l'eau.

3°) **a)** Donner les formules chimiques et les noms des différents oxydes d'alcalins.

b) Indiquer dans chaque cas le degré d'oxydation de l'oxygène.

c) KO_2 est utilisé dans les mines et les engins spatiaux comme source de O_2. Il réagit avec CO_2 pour générer O_2 et du carbonate. Ecrire l'équation de sa décomposition.

4°) Ecrire les équations de réaction respectives du magnésium et du lithium avec l'eau.

5°) Par calcination des solutions obtenues, on obtient les oxydes $Li_2O(s)$, et $MgO(s)$ qui, mis en contact avec de l'eau, libèrent des cations métalliques et des ions HO^-. Inversement, les solutions aqueuses de trioxyde de soufre SO_3 sont acides (responsables de la formation de pluies acides).

a) Indiquer comment évolue la différence d'électronégativité entre chacun des atomes de la $3^{ème}$ période Na, Mg,C, S et l'atome d'oxygène ($2^{ème}$ période).

b) En déduire un classement des oxydes précédents depuis le plus fortement ionique à celui qui l'est le moins.

c) Lier ce caractère ionique à leur comportement acido-basique.

6°) Le calcium réagit avec le carbone pour donner le carbure de calcium et avec l'azote pour former le nitrure de calcium. Ecrire les équations de la réaction. Indiquer l'oxydant et le réducteur.



UNIVERSITE CHOUAIB DOUKKALI
FACULTE DES SCIENCES
EL JADIDA
Département de Chimie

Année Universitaire 2014/2015

SMC3

MODULE DE CHIMIE MINERALE DESCRIPTIVE et DIAGRAMMES DE PHASES

TD DE CHIMIE DESCRIPTIVE

Série N° 2

Exercice I

L'aluminium est préparé à partir de la bauxite, un minerai naturel formé de $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$ et SiO_2. En milieu basique $Al(OH)_3$ est transformé en $Al(OH)_4^-$.

1) Ecrire l'équation de la réaction entre NaOH et $Al(OH)_3$.

2) $NaAl(OH)_4$ soluble, est séparé par filtration puis retransformé en $Al(OH)_3$ par l'ajout d'un acide (HCl par exemple). Ecrire l'équation de la réaction de précipitation de $Al(OH)_3$.

3) La calcination de permet d'obtenir l'alumine Al_2O_3. Donner l'équation de cette réaction.

4) Al est obtenu par électrolyse en milieu fondu d'un mélange de Al_2O_3 et K_3AlF_6 à 900°C en milieu fondu. Ecrire les équations des demi-réactions aux bornes.

5) Sachant que la température de fusion de Al_2O_3 est 2000°C, déduire le rôle la cryolithe.

Exercice II

1) Comment prépare-t- on l'oxygène à l'échelle industrielle ?

2) L'oxygène est préparé au laboratoire par décomposition thermique de HgO ou $KClO_3$. Ecrire les équations de réactions de formation de O_2.

3) Ecrire la réaction de formation de l'ozone. Quel est son rôle ? Quelle est sa formule de Lewis Prévoirr sa géométrie par la méthode de Gillespie (VSEPR) et en déduire l'hybridation de l'atome central.

4) Le soufre appartient à la même colonne que l'oxygène. Quelle est son origine ?

5) Le soufre peut être préparé par oxydation d'une partie de H_2S en SO_2 puis ces deux composés réagissent entre eux pour donner le soufre. Ecrire l'équation de la réaction.

Exercice III

On donne les masses molaires et les points d'ébullition des composés hydrogénés des éléments de la colonne VIA de la classification périodique : H_2O, H_2S, H_2Se et H_2Te.

Formule	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
MM (g)	18	34	81	130
T_{eb} (°C)	+ 100	-59,4	-41,3	-4

1) Tracer la courbe de variation de la température d'ébullition en fonction de la masse molaire ou du numéro atomique Z de l'élément combiné à l'hydrogène.

2) Montrer que l'un des composés possède un point d'ébullition " anormal ". Lequel ? Déduire le point d'ébullition que devrait avoir " normalement " ce composé.

3) Justifier cette anomalie et tracer un schéma simple montrant les deux types de liaisons entre les molécules de ce composé.

T.S.V.P.

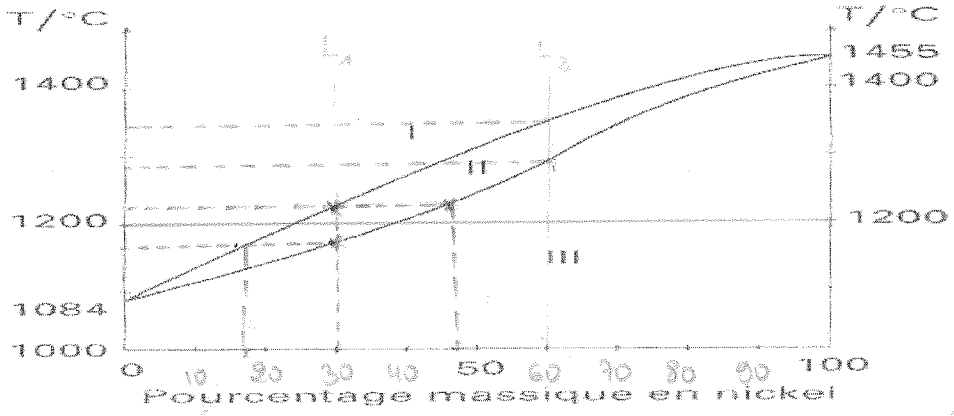
exosup.com page facebook

Filière "SMC3"	TD DE DIAGRAMMES BINAIRES LIQUIDE-SOLIDE	

I. Diagramme binaire Cu–Ni

Le diagramme binaire solide–liquide du système binaire cuivre-nickel Cu–Ni est donné ci-dessous. La composition est exprimée en fraction massique.

1) – Indiquer à quoi correspondent les différents domaines et calculer leurs variances.



Un mélange liquide Cu-Ni, noté L1, a une fraction massique en Ni de 0,30. Déterminer :

- **a-** La température de solidification commençante et celle de solidification finissante
- **b-** La composition du premier cristal qui apparaît.
- **c-** La composition de la dernière goutte qui disparaît.

2) On considère à présent le mélange cuivre-nickel, noté L2, de fraction massique en cuivre w_{Cu}=0,40 et porté à 1200°C. Déterminer :

- **a-** La composition du mélange en fraction molaire.
- **b-** Les températures de début et de fin de solidification du mélange.
- **c-** La composition de ce mélange (en fraction molaire)

3) Tracer l'allure des courbes de refroidissement pour les mélanges L1 et L2.

II. Diagramm binaire Ge–Si

Voici un tableau des températures du solidus et du liquidus du système Ge-Si.

1) Construire le diagramme d'équilibre Température-fraction massique de ce système et identifier chaque région ainsi que les variances.

2) Soit l'alliage obtenu en mélangeant 8,43 g de silicium et 14,52 g de germanium :

a – Calculer la fraction massique globale du silicium dans ce mélange.

b – Cet alliage est porté à 1200°C. Déterminer la nature et la composition massique de chacune des phases.

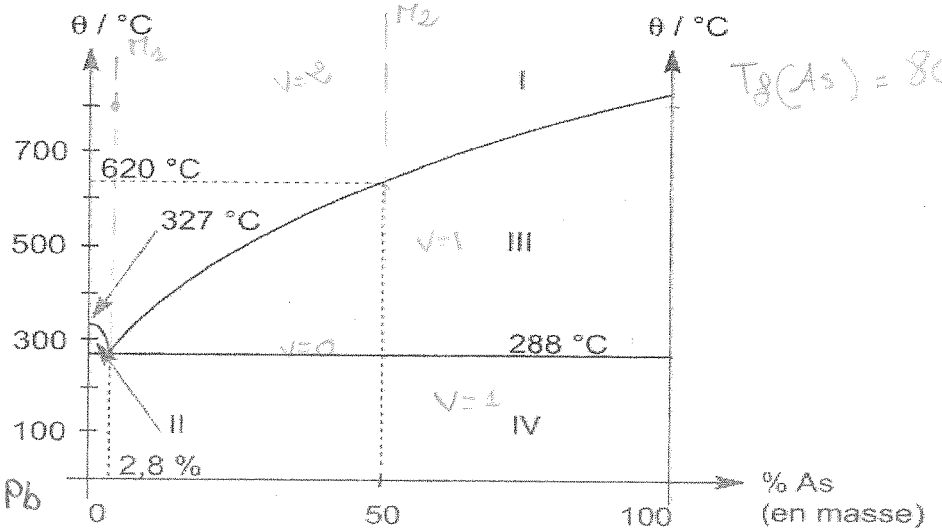
c – déterminer les masses des phases en présence à 1200°C.

Composition % massique de Si	T° Solidus (°C)	T° Liquidus (°C)
0	938	938
10	1005	1147
20	1065	1226
30	1123	1278
40	1178	1315
50	1232	1346
60	1282	1367
70	1326	1385
80	1359	1397
90	1390	1408
100	1414	1414

III : Alliages Arsenic-Plomb

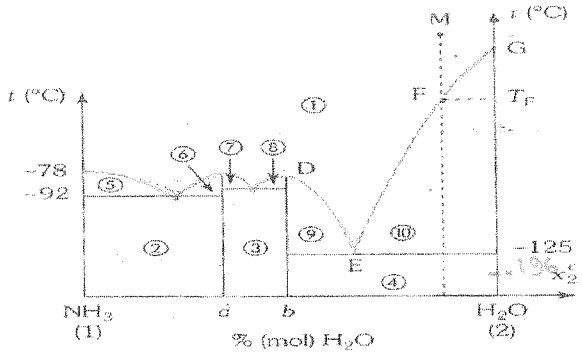
Les alliages arsenic-plomb (As-Pb) sont utilisés en particulier pour fabriquer des plombs de chasse (alliage à 1% d'arsenic). La figure ci-après représente le diagramme isobare d'équilibre solide-liquide du mélange binaire arsenic/plomb.

1) Indiquer l'état physique et la nature des phases présentes dans chacun des 4 domaines du diagramme. Les alliages As-Pb sont-ils homogènes ou hétérogènes ?
2) Comment nomme-t-on l'alliage contenant 2,8 % de As en masse ? Quelle est sa particularité ?
3) Tracer schématiquement les courbes de refroidissement correspondant à 2 mélanges liquides contenant respectivement 2,8 % et 50 % en masse d'arsenic ?



IV: Etude du système binaire Eau-Ammoniac

La figure suivante représente l'allure du diagramme binaire de cristallisation des mélanges eau-ammoniac sous une pression d'une atmosphère. Les compositions a et b correspondent respectivement à 33,3 % et 50 % de moles d'eau dans le mélange.



1) Quelle est la nature des composés correspondants aux compositions a et b ? Donner leurs formules.
2) Indiquer la nature des phases présentes dans les domaines notés 1 à 10.
3) Indiquer la nature des autres points invariants de ce diagramme ?
4) Quelle est la variance du système aux points D,E, F et G. Commenter.
5) On plonge une solution ammoniacale (point M sur la figure) contenant 80 % d'eau dans une enceinte maintenue à la température de θ = -196 °C. Quelle sera l'allure de la courbe de refroidissement au cours du temps ? justifier l'existence des différentes parties de la courbe.

Série I

Exercice 1

① - 3 isotopes :

${}^{1}_{1}H$: N=0 protium ${}^{1}H$

${}^{2}_{1}H$: N=1 Deutérium : D ; ${}^{2}D$

${}^{3}_{1}H$: N=2 Tritium : T ; ${}^{3}T$

radioactive

②

- DO = +1 ; H^+ ; LiH
- DO = 0 ; H ; H_2
- DO = -1 ; H^- ; HCl

③

- À l'anode oxydation fait intervenir le réducteur qui a E° le plus petit
- À la cathode la réduction fait intervenir l'oxydant le plus grand.

⊕ Cathode (réduction) :

$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$

$2H_2O + 2e^- \longrightarrow 2OH^- + H_2$

⊖ Anode (oxydation)

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

$H_2O \longrightarrow 2H^+ + \frac{1}{2}O_2 + 2e^-$

$E^\circ\left(\frac{Cl_2}{Cl^-}\right) = 1{,}36\ V$

$E^\circ\left(\frac{O_2}{H_2}\right) = 1{,}23\ V$

$E^\circ\left(\frac{Na^+}{Na}\right) = -2{,}71\ V$

$E^\circ\left(\frac{H_2O}{H_2}\right) = -0{,}83\ V$ ×

$E^\circ(OH^-/H_2O) = 0{,}40\ V$

réaction globale :

$H_2O \longrightarrow \frac{1}{2}O_2 + H_2\uparrow$

Chimie

④ discriptive

a) - Alcane :

$CH_4 + H_2O_g \longrightarrow CO + \dots$

$C_nH_{2n+2} + nH_2O \longrightarrow nCO + (2n+1)H_2$

- Carbone :

$C + H_2O_v \longrightarrow CO + H_2$

$CO + H_2O_v \longrightarrow CO_2 + H_2$

$C + 2H_2O \longrightarrow CO_2 + 2H_2$

b) - pour séparer H_2 et CO_2, on utilise une solution qui contient une base de Lewis (Ethanolamine) ($OH-Et-NH_2$)

$2(HO-CH_2-CH_2-NH_2) + H_2O + CO_2 \longrightarrow$

$2(HO-CH_2-CH_2-NH_2)CO_3 + H_2$

$2\,HO-C_2H_4-NH_2 + H_2O + CO_2 \longrightarrow$

$(HO-C_2H_4-NH_3)_2CO_3$

Exercice 2

① - 3 types d'Hydrures

⊛ Hydrure Covalent :

$A \curvearrowright B \longrightarrow AB$

B : H

A : Halogène × } XH

HCl , HF , HI

⊛ Hydrure Ionique :

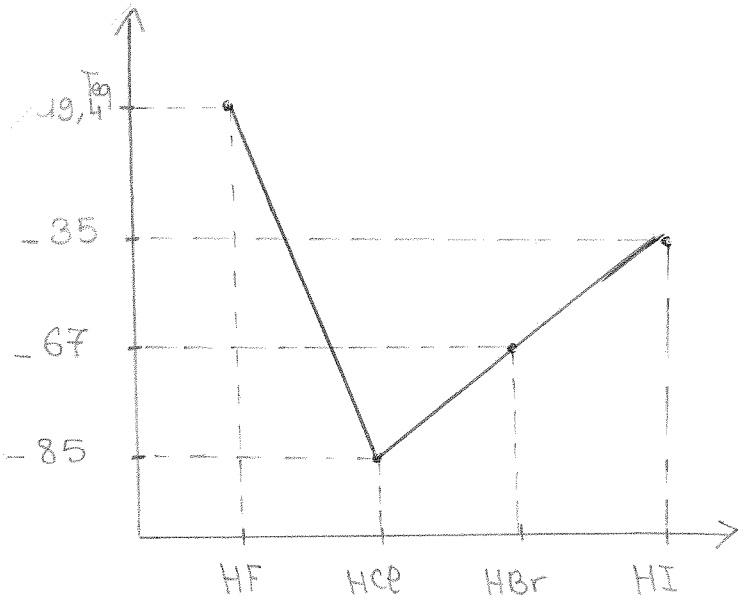
$M^+ + H^- \longrightarrow MH$ liaison ioniq

LiH , NaH

⊛ Hydrure métalique :

H se positionne dans une lacune.

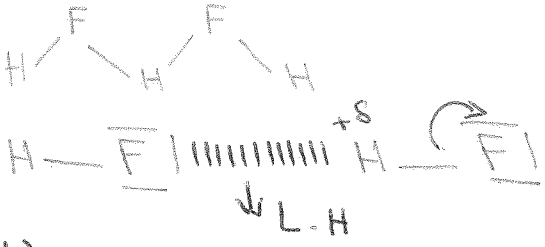
المكتب المسير لـ الجمعية العلوية



Remarque

Cℓ ⟶ I Teb ↗

On remarque que plus PM est grand plus Teb est grand Sauf pour HF car il possèdent des liaisons de type hydrogène.



b) $\delta = \frac{\nu_{exp}}{\nu_{th}} \cdot 100$

$\nu = qd = \delta e \cdot d$

L est 100% Ionique quand $\delta = 1$

$0 < \delta < 1$

	HF	HCℓ	HBr	HI
ℓ(Å)	0,92	1,27	1,41	1,61
ν_{exp}	1,74	1,07	0,788	0,382
ν_{th}	4,42	6.10	6,77	7,73
δ(100%)	39.37	17,54	11,64	4,94
% Cova	60,63	82.46	88,36	95,06

$\nu_{th} = d \cdot q = q \cdot \ell = \delta \cdot e \cdot \ell$

ν_{th} on suppose que la molécule est 100 % ionique

$\delta = 1$

$\cdot \nu_{th} = e \cdot \ell = 1,6 \cdot 10^{-19} C \cdot \ell(Å)$

$= 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 10^{-10} \cdot \ell(C \cdot m)$

$1\,cm = \frac{1}{3,33564 \cdot 10^{-30}} (D)$

$\cdot \nu_{th} = \left(\frac{1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 10^{-10}}{3,33564 \cdot 10^{-30}}\right) \cdot \ell$

$= 4,8 \cdot \ell$

% Covalent = 100 - % ionique

b) ⇒ Caractère ionique diminue de HI vers HF

⇒ Caractère covalent augmente de HF vers HI.

Exercice 3

① - NaCl à l'état fondu (sans eau)

- Anode (oxydation) :

$red \longrightarrow ox + ne^-$

$Cl^- \longrightarrow \frac{1}{2}Cl_2\uparrow + 1e^-$

- Cathode (réduction)

$ox + ne^- \longrightarrow red$

$Na^+ + 1e^- \longrightarrow Na(s)$

- équation bilan :

$NaCl \longrightarrow \frac{1}{2}Cl_2(g)\uparrow + Na(s)\downarrow$

② - On ajoute $CaCl_2$ pour diminuer T de 800°C vers 600°C afin d'économiser l'énergie

$T = 800 \Rightarrow$ (beaucoup énergie)

$T_f(NaCl) = 800°C$

$T_f(NaCl + CaCl_2) = 600°C$

③ a) On a : $\vartheta(Cl_2) = 56\ l$

on sait que : $\vartheta_m = 22,4\ l$.

$$n = \frac{\vartheta(Cl_2)}{\vartheta_m} = \frac{56}{22,4} = 2,5\ mol.$$

b) - $m_{NaCl} = n(NaCl) \cdot M$

D'après la réaction :

$$\frac{n(NaCl)}{1} = \frac{n(Na(s))}{1} = 2n\,x(Cl_2)$$

$$n(NaCl) = 2 \cdot n(Cl_2) = 5\ mol.$$

$2\,NaCl(s) \longrightarrow 2\,Na(s) + Cl_2(g)$

$2n \qquad 2n \qquad n$

$M(NaCl) = M(Cl) + M(Na)$

$= 23 + 35,5$

$= 58,5\ g.mol^{-1}$

$m(NaCl) = 5 \times 58,5 = 292,5\ g.$

④ -

Cathode

$Na + H_2O \longrightarrow NaOH + \frac{1}{2}H_2\uparrow$

$NaCl \longrightarrow Na + \frac{1}{2}Cl_2$

=

$NaCl \longrightarrow NaOH + \frac{1}{2}Cl_2 + \frac{1}{2}H_2$

On obtient en plus H_2 et NaOH

Car Na est très réagit avec H_2O

$Na(s)$ = absence de H_2O.

Exercice 4

① 1

Li
Na
K
Rb
Cs
Fr

1er Colonne

1er famille.

ns^1

Be
Mg
Ca
Sr
Ba
Ra

2éme Colonne

2éme famille.

ns^2

② - $\chi \nearrow$ de gauche vers droite

bas vers haut

$\chi(Be) > \chi(Li)$ $\quad \chi(Li) > \chi(Fr)$

$\chi(Ra) > \chi(Fr)$ $\quad \chi(Be) > \chi(Ra)$

exosup.com page facebook

Be est le plus électronégativité, pour ça Be ne réagit pas avec H_2O.

③

oxygène + Alcalin → oxyde

- oxyde d'alcalin :

O^{2-} ; DO = -2 ; K_2O

- peroxyde d'alcalin :

O_2^{2-} ; DO = -1 ; MgO_2 Na_2O_2 K_2O_2

- Superoxyde d'alcalin :

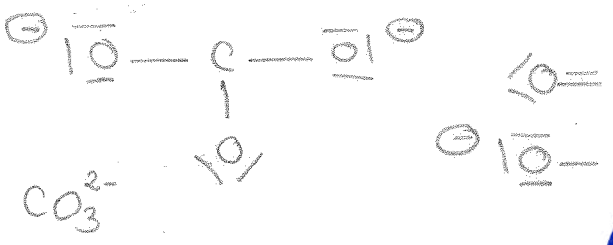
O_2^- ; DO = -1/2 ; KO_2.

c) - L'équation de composition :

$KO_2 + CO_2 \longrightarrow CO_3^{2-} + O_2$

$2(K^+, O_2^-) + CO_2 \longrightarrow 2K^+, CO_3^{2-} + \frac{3}{2} O_2$

$2KO_2 + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + \frac{3}{2} O_2 \uparrow$



CO_3^{2-}

4) - Li , Mg

alcalin → ns^1

Alcalinoux terreux → ns^2

$Li \longrightarrow Li^+ + e^-$ oxydation

$H_2O + 1e^- \longrightarrow OH^- + \frac{1}{2} H_2 \uparrow$ redu

$Li + H_2O \longrightarrow LiOH + \frac{1}{2} H_2 \uparrow$

$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

$2H_2O + 2e^- \longrightarrow 2OH^- + H_2$

$Mg + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2 \uparrow$

Alcalin + OH : LiOH

Alcalino-terreux : $Mg(OH)_2$

5) -

$2LiOH \xrightarrow{T°} Li_2O + H_2O_{(v)}$

$Mg(OH)_2 \longrightarrow MgO + H_2O_v$

mettre en Contat d'eau :

$Li_2O + H_2O \longrightarrow 2Li^+_{(s)} + 2OH^-$

Li métallique ; ion hydroxyde

$MgO + H_2O \longrightarrow Mg^{2+} + 2OH^-$

métal de Mg ; hydroxyde

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

plus acide

a) - $\chi(S) > \chi(Mg) > \chi(Na)$

$\chi(O) > \chi(S) > \chi(C)$

$\chi(O) > \chi(S) > \chi(C) > \chi(Mg) > \chi(Na)$

- différent de x grand : ionique

- diffance de x petit : Covalent

Li_2O , MgO) oxyde ionique

CO_2 , SO_3) oxyde Covalent

c).-

- oxyde ionique : base ⇒ séparation des cations et anions
- oxyde covalent : aucun séparation

- plus un oxyde est ionique plus il libère facilement O^{2-} qui réagit avec l'eau, OH^- donne caractère basique

b).-

Ca → C → Carbure de Ca

Ca → N → Nitrure de Ca.

⊕ Ca : bivalent —Ca— Ca=

⊕ C : —C(—)—)C= —C≡ =C=

$Ca=C=Ca \Rightarrow \boxed{Ca_2C}$

⊕ N : —N(—)— —N= N≡

$Ca=\overline{N}-Ca-\overline{N}=Ca$

Ca_3N_2

Série 2

Exercice 1

① $Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na^+ + Al(OH)_4^-$

$NaAl(OH)_4$ soluble

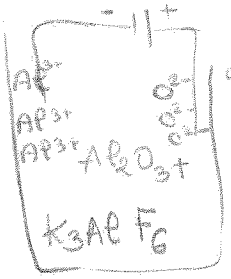
② $Al(OH)_4^-$ + HCl

$NaAl(OH)_4 + HCl \longrightarrow NaCl + Al(OH)_3 + H_2O$

③ $Al(OH)_3 \xrightarrow{\Delta T} Al_2O_3 + 3H_2O$ ↑

alumine

④ Cathode



$T_f = 2000°C$

$T = 900°C$

Rq :

K_3AlF_6 ne participe pas à la réaction, il diminue la T.

- Anode : oxydation

$Red \longrightarrow ox + ne^-$

$(O^{2-} \longrightarrow \frac{1}{2}O_2 + 2e^-) \times 3$

- Cathode : réduction

$ox + ne^- \longrightarrow red$

$(Al^{3+} + 3e^- \longrightarrow Al) \times 2$

R.G : $\underbrace{2Al^{3+} + 3O^{2-}}_{Al_2O_3} \longrightarrow \frac{3}{2}O_2 + 2Al$

5) - Le rôle de la cryolite est diminuer la Température.

Exercice 2

Hg liquide à Température ambiante ≈ 5°C.

Hg : dans les dents

② $HgO \xrightarrow{\Delta T} Hg + \frac{1}{2}O_2$

$KClO_3 \xrightarrow{\Delta T} KCl + \frac{3}{2}O_2$

③ ozone = filtre - toxique - O_3

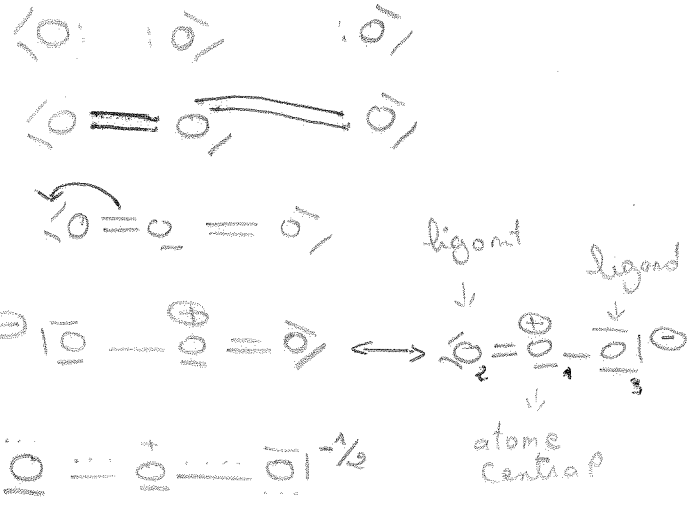
UV : $\lambda \ll$; $E \gg$

$O_2 \longrightarrow O + O$

$O_2 + O \longrightarrow O_3$

- il protége la terre de rayon UV.

$O_3 \xrightarrow[\text{Lewis}]{}$



AX_nE_m $\quad 2 \leq n+m \leq 6$

$\left.\begin{matrix} 6e^- \\ +2 \\ -1 \\ -1 \end{matrix}\right\} \quad 6 \div 2 = 3$

$n = 2$ $\quad n+m = 3$ $\quad m = 3 - 2 = 1$

AX_2E_1 triangulaire plane hybridation sp^2

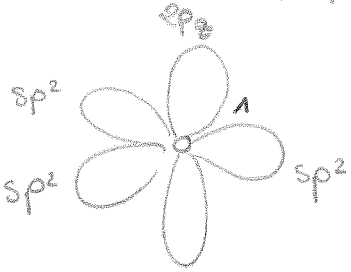
3 O.A H (sp^2)



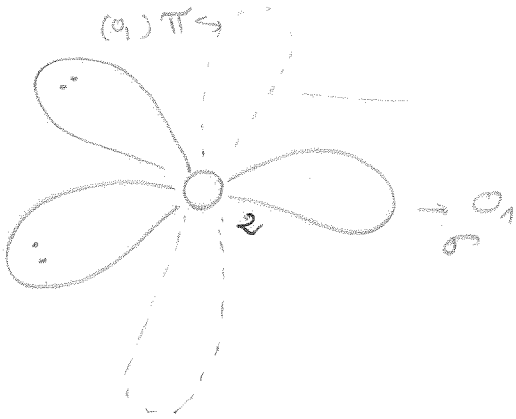
O ⇒ possède 4 OA

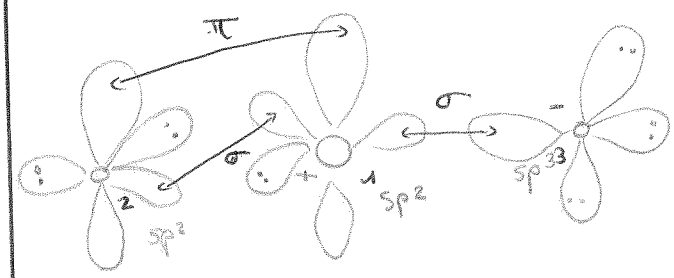
3 O.A.H (sp^2)

1 O.A.P ($2p_z$)









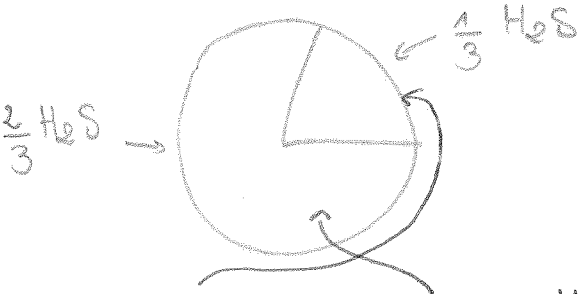


4) - O est ti se trouve dans le colonne chalcogènes

O
S
Se
Te
Po*

6e- de valence

- notif provenant de Sulfures - gaz naturelle - Pétrol.



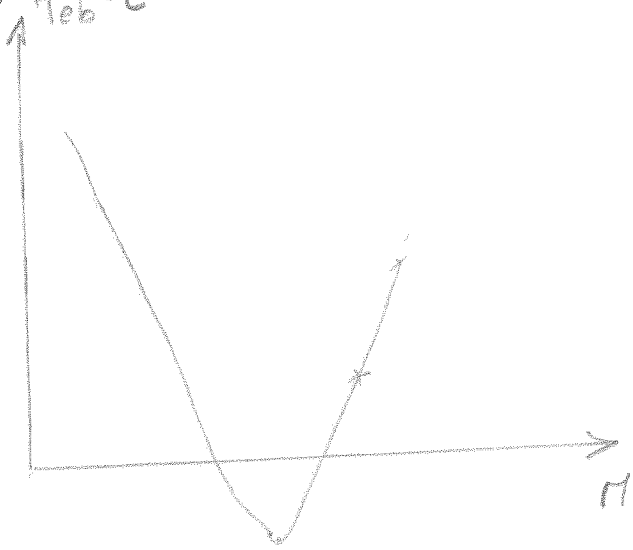
$\frac{2}{3}H_2S + \frac{3}{2}O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$.

$\frac{2}{3}H_2S + \frac{1}{3}SO_2 \rightarrow S + \frac{2}{3}H_2O$

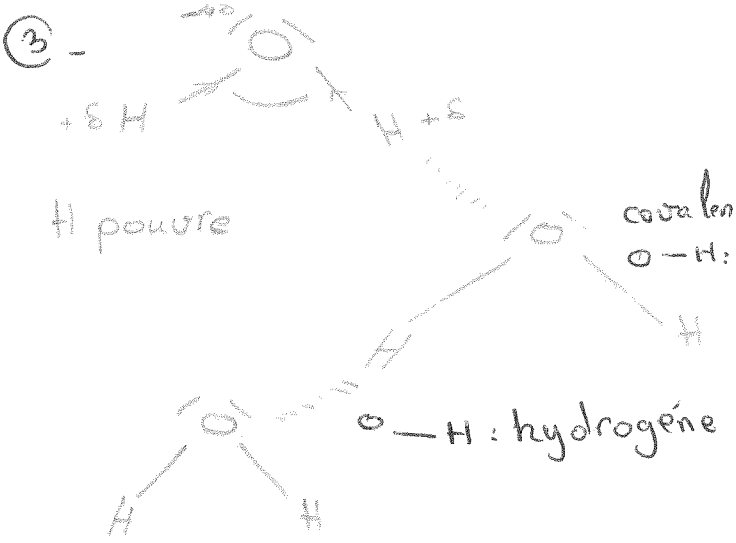
Exercice 3

Liaisons H qd H pouvre d'é et cherche la sTabilité.

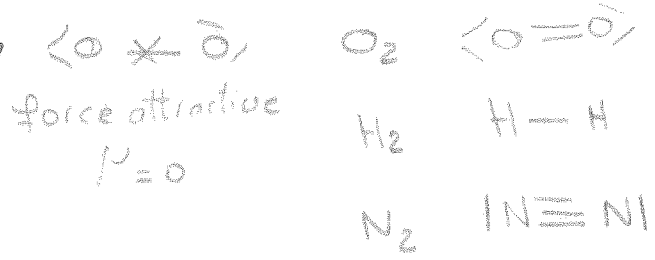
(1)



(3) -



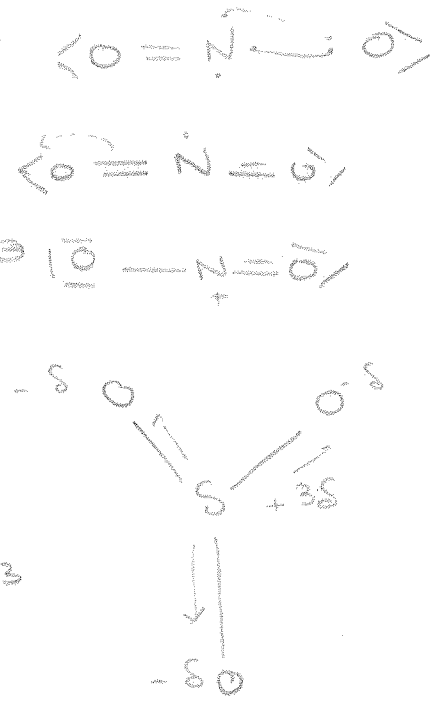
(4)



CO_2, NO_2, SO_3 : gaz



NO_2



المكتب المسير لكلية العلوم

b) $2NO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{A. nitrique}}{HNO_3} + \underset{\text{A. nitreux}}{HNO_2}$

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

Exercice IV :

15 colonne

5e⁻ de valence

N
P
As
Sb
Bi

famille de pnictogènes ou de l'azote

① - $T_{eb}(N_2) = -196°C$

$T_{eb}(O_2) = -185°C$

- purifier : charbon actif



absorption adsorption

$2x\,C + x\,O_2 + (1-x)\,N_2 \longrightarrow$

$2x\,CO + (1-x)\,N_2$.

② - Dans les nitrures on a N^{3-}

Li_3N M_3N_2

ionique

NH_3 cov polym

AlN cov

Mn_4N ($Mn_xN_{0,27}$) métallique

alliage : plus de 2 métalloïde

DO (N)

1 N_2O

2 N_2O_2 : NO·

3 N_2O_3

4 N_2O_4 : NO_2

5 N_2O_5

6 N_2O_6 : NO_3

④ -

* $NO_3^- \longrightarrow NO_2^-$

$x - 6 = -1$ $\quad x - 4 = -1$

$x = 5$ $\quad x = 3$

$N^{5+} + 2e^- \longrightarrow N^{3+}$

$NO_3^- + 2e^- + 2H^+ \longrightarrow NO_2^- + H_2O$

* $NO_2^- \longrightarrow NO$

$x - 4 = -1$ $\quad x - 2 = 0$

$x = 3$ $\quad x = 2$

N^{3+} $\quad N^{+2}$

$N^{3+} + 1e^- \longrightarrow N^{2+}$

$NO_2^- + 1e^- + 2H^+ \longrightarrow NO + H_2O$

* $NO \longrightarrow N_2O$

$x - 2 = 0$ $\quad 2x - 2 = 0$

$x = 2$ $\quad x = 1$

N^{2+} $\quad N^+$

$N^{2+} + 1e^- \longrightarrow N^+$

$2N^{2+} + 2e^- \longrightarrow 2N^+$

$2NO + 2e^- + 2H^+ \longrightarrow N_2O + H_2O$

* $N_2O \longrightarrow N_2$

$2x - 2 = 0$ $\quad 0$

$x = 1$

N^+ $\quad 2N^+ + 2e^- \longrightarrow 2N$

$N_2O + 2e^- + 2H^+ \longrightarrow N_2 + H_2O$

exosup.com page facebook

(5) ⊛ Procédé d'ostwald

$NH_3 + O_2 \longrightarrow NO$

$x + 3 = 0$
$x = -3$

Do ↗ oxydation
Do ↘ réduction

$(N^{3-} \longrightarrow N^{2+} + 5e^-) \times 2$
$(O + 2e^- \longrightarrow O^{2-}) \times 5$

$2N^{3-} + 5O \longrightarrow 2N^{2+} + \underbrace{5O^{2-}}_{2O^{2-} + 3O^{2-}}$

$2NH_3 + \frac{5}{2}O_2 \longrightarrow 2NO + \underbrace{3O^{2-} + 6H^+}_{3H_2O}$

⊛ $NO + 1/2\,O_2 \longrightarrow NO_2$

Hydrolyse + H_2O

$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$

~~$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HN$~~

$HNO_2 + NO_2 \longrightarrow HNO_3 + NO$

$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$

Claus : production du S.

(6) - La source : Roche phosphaté
$Ca_{10}(PO_4)F_2$

$2Ca_3(PO_4)_2 + 6SiO_2 \longrightarrow P_4O_{10} + 6CaSiO_3$

$P_4O_{10} + 10C \longrightarrow \underbrace{P_4}_{\text{Phosphor blanc.}} + 10CO$

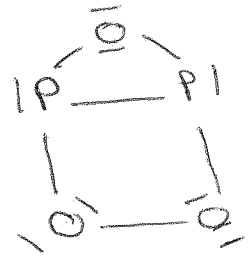
P_{rouge} : Phosphore rouge.

(7) -

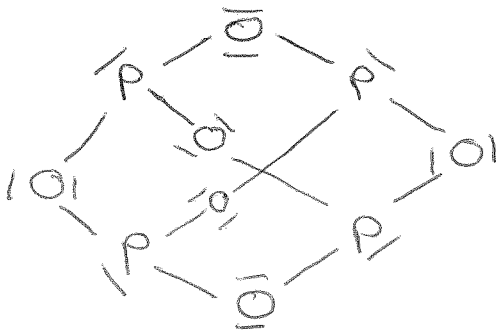
$P_4 + 3O_2 \longrightarrow P_4O_6$ (P_2O_3)

$P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$ (P_2O_5)

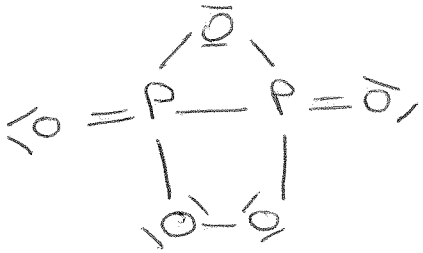
⊛ P_2O_3



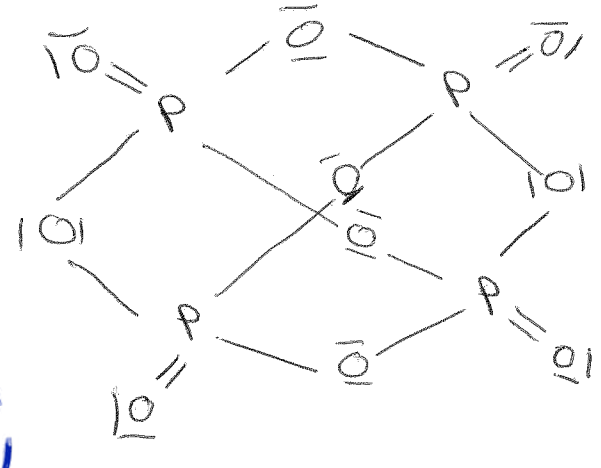
⊛ P_4O_6



⊛ P_2O_5 :



⊛ P_4O_{10} :



المكتب المسير لـ جمعية العلوم

(8)

$P_4O_6 + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_3$ A. phosphoreux

$P_4O_{10} + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$ A. phosphorique

Exercice 5

(4)- $KMnO_4 \longrightarrow K^+, MnO_4^-$

$HCl \longrightarrow H^+, Cl^-$

$MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

$Cl^- \longrightarrow \frac{1}{2}Cl_2 + 1e^-$

(5)- hypo : -1

* ClO^- $\quad \overline{Cl}-\overline{O}^-$

LO.A.H $\quad sp^3$

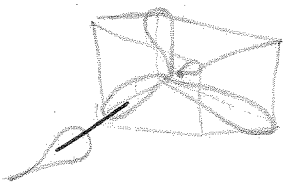
$7 + 1 - 8 \mid 2 \quad 0 \mid 4$

$n + m = 4$

$n = 1 \quad m = 3$

AX_1E_3

géométrie de la molécule est linéaire



* ClO_2^-.

$-\overline{O}^{\ominus}$ $\quad =O$

$\overline{Cl}-\overline{O}^-$

11

10

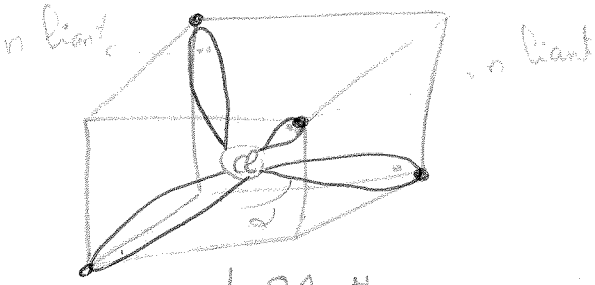
AB_4

$n + m = 4$

$n = 2 \quad m = 2$

AX_2E_2

$7 + 2 - 1 - 8 \mid 2 \quad 0 \mid 4$



$\alpha < 109°28$

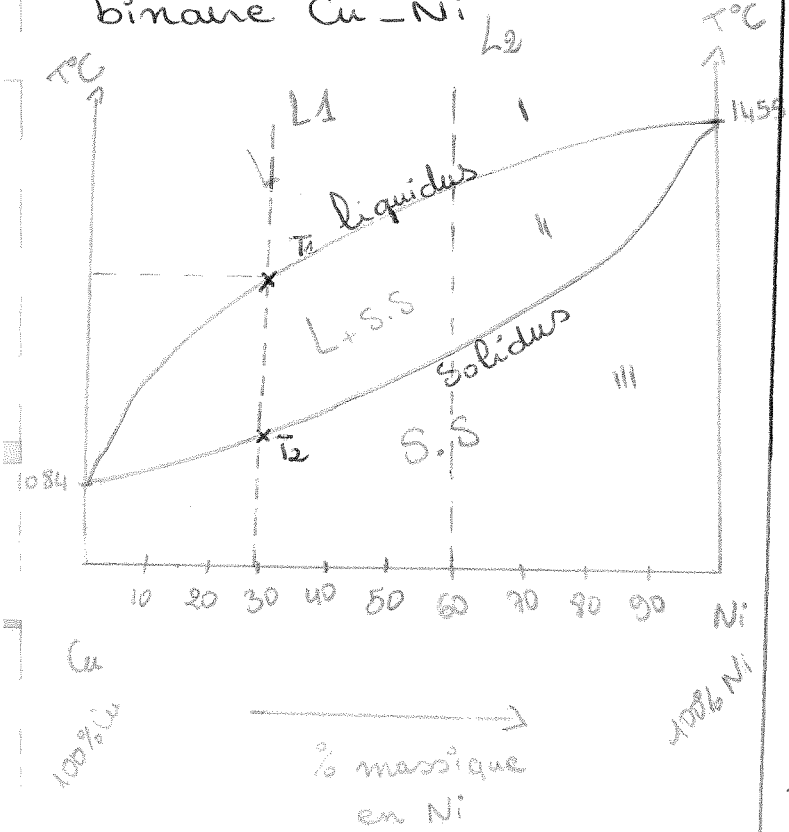
Géométrie en V



وادي النمل
المكتب المسير
كلية العلوم

Diagrammes de phases

Exercice 1 : diagramme binaire Cu_Ni



Solidus : Solidification finissante (Sofi)

liquidus : Solidification commençante (Lico)

①

$V = 3 - \mathcal{C} = \mathcal{C}$ (contitu) $+ 1 - \mathcal{C}$

I $\Rightarrow V = 2$ II $\Rightarrow V = 1$

III $\Rightarrow V = 2$.

a) - Soldificat Comm : 1230°C

- Solidi finissant : 1180°C

b) -

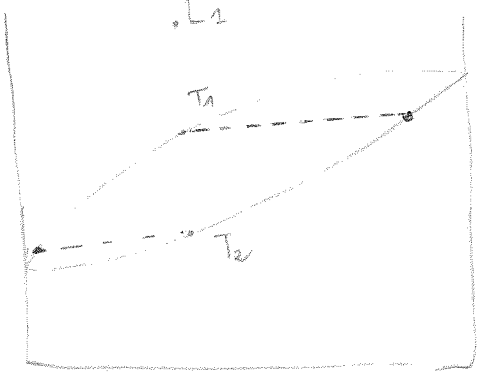
- $T > T_1$ L_1 liquide
- $T < T_2$ L_1 solide
- entre T_1 et T_2 ($\mathcal{C}_{Liq} + \mathcal{C}_{Solid}$)

+ à T_1 : dépot des premier cristaux L_1 solide

+ à T_2 : la dernière goutte du liq devient solide

Composition = pourcentage = fraction

b)



- le premier Cristal :

48 % Ni 52 % Cu

- le dernier Cristal :

15 % Ni 82 % Cu.

②

a) - W : pondérale : % massiq

n_i : molaire : % molaire

$W_{Cu} = 40\%$ $W_{Ni} = 60\%$

$W_i = \frac{m_i}{m_t}$ $x_i = \frac{n_i}{n_t}$.

$$x_{Ni} = \frac{n_{Ni}}{n_T} = \frac{n_{Ni}}{n_{Ni} + n_{Cu}}$$

$$= \frac{m_{Ni}/M_{Ni}}{m_{Ni}/M_{Ni} + m_{Cu}/M_{Cu}}$$

$$= \frac{0,6/M_{Ni}}{0,6/M_{Ni} + 0,4/M_{Cu}}$$

$= 0,619$

$$\begin{cases} w_{Ni} = 60\,\% \\ x_{Ni} = 62\,\% \end{cases}$$

b) - Température du début :

- Température de la fin :

c) La Composition de la dernier goutte :

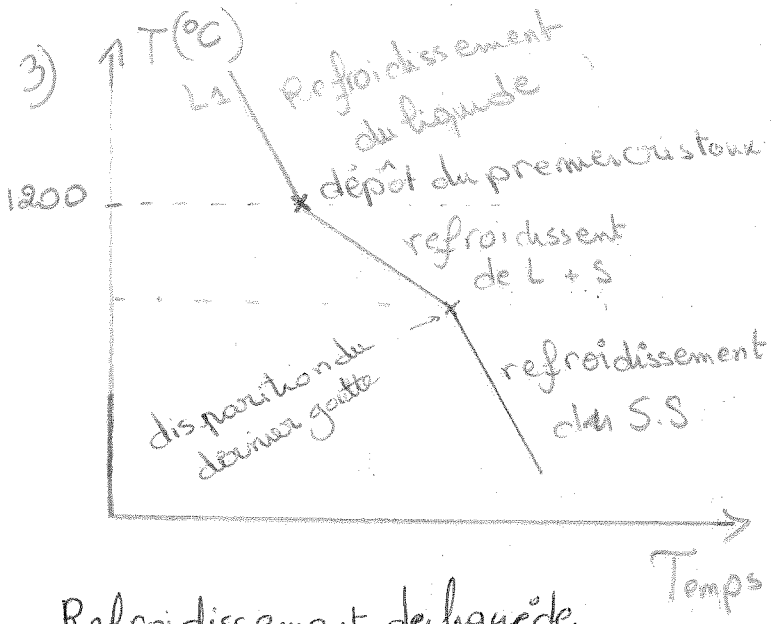
(45 % Ni, 55 % Cu) massique

Trasformer en fraction molaire

$x_{Ni} = 47\,\%$

$x_{Cu} = 53\,\%$

3)

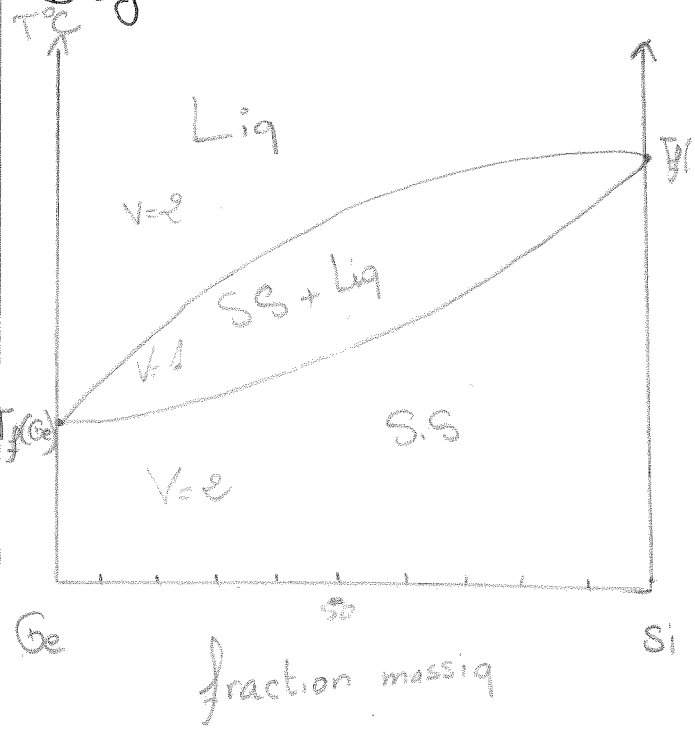


Refroidissement de liquide

Courbe parallèle à $y = 2x$ ($V = 2$)

Exercice 2 :

Diagramme binaire Ge - Si



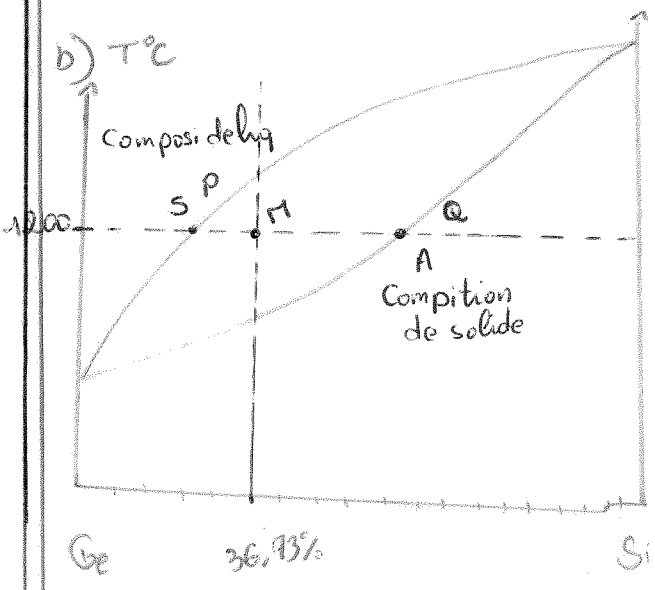
a) 8,43 g de Si = 14,52 g de Ge

- $w_{Si} = \dfrac{8,43}{8,43 + 14,52} \times 100$

$= 36,73\,\%$

- $w_{Ge} = \dfrac{14,52}{8,43 + 14,52} \times 100$

b)



نادي القصر للمكتب المسير لجنة العلوم

en M l'alliage est formé de $\mathcal{C}_{Liq}$ + $\mathcal{C}_{ss}$

- en A la composition de $\mathcal{C}_{ss}$:
 46 % en Si
 54 % en Ge
- en S la composition de $\mathcal{C}_{liq}$:
 17 % en Si
 83 % Ge

c) - La masse de chaque phases :

Règles des moments (barycentre) (tiroir)

$PM \times m_{liq} = MQ\ m_{ss}$

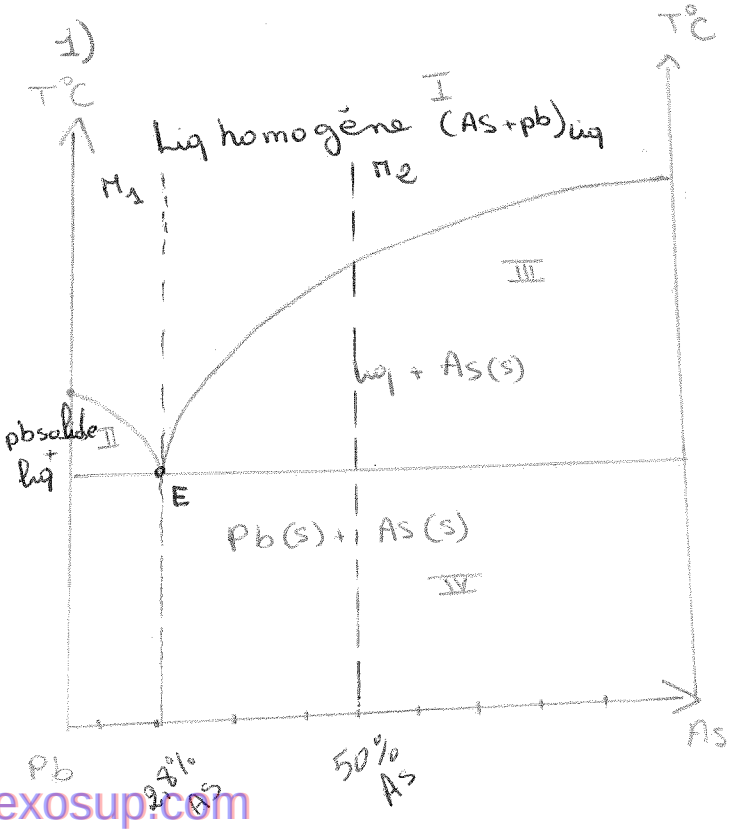
$\frac{PM}{m_{ss}} = \frac{MQ}{m_{liq}} = \frac{PQ}{m_T}$

$m_{ss} = 7{,}65\ g$

$m_{Liq} = 15$

Exercice 3

1)



I : V = 2 III : V = 2

II : V = 1 IV : V = 1

1) - Ils sont hétérogènes

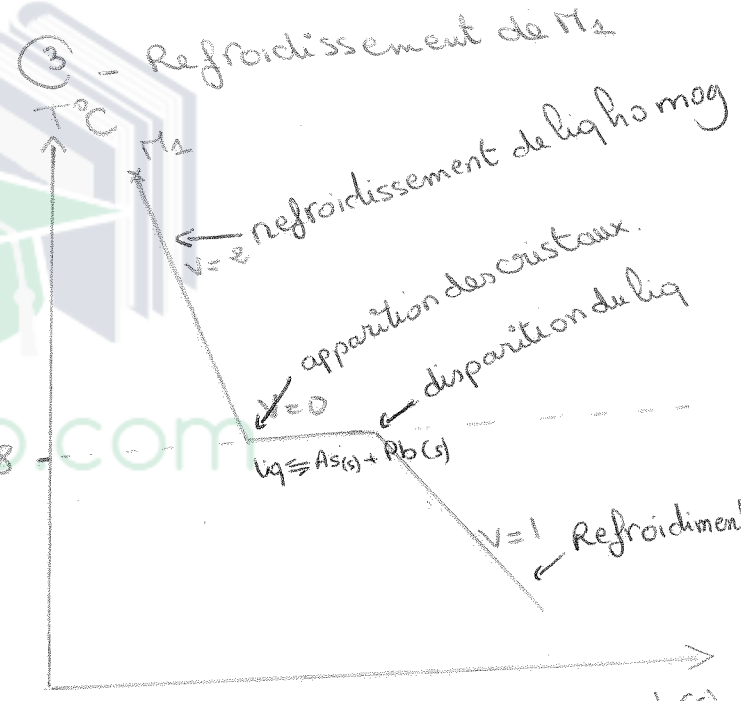
2) - Alliage :
- 2,8 % As
- 97,2 % Pb

Alliage Eutectique

$T_E = 288\ °C$

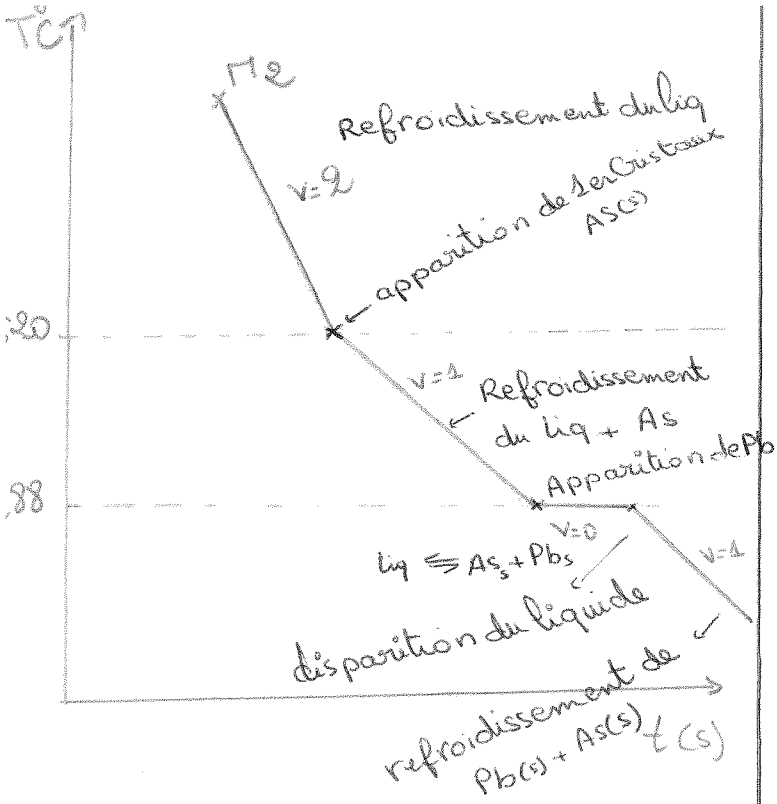
- Le Comporte comme un corps pur $T > T_E$: Liq
 $T < T_E$: Solid

3) - Refroidissement de M_2



changement de pente à chaque ~~variance~~ changement variance

exosup.com
page facebook



$(H_2O)_x(NH_3)_y$; $\frac{x}{y} = \frac{1}{2}$

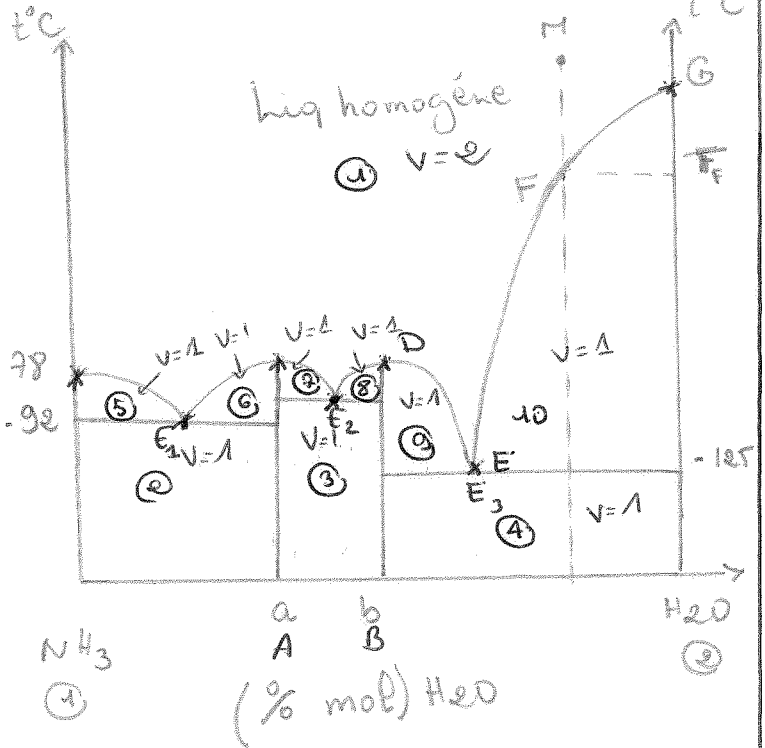
Composé : $H_2O(NH_3)_2$

b : { 50% H_2O ; 50% NH_3

Composé : $(H_2O)(NH_3)$

Exercice 4

Remarque :
ammoniac NH_3
ammoniaque NH_4OH



① -
a : { 33,3% H_2O ; 66,67% NH_3

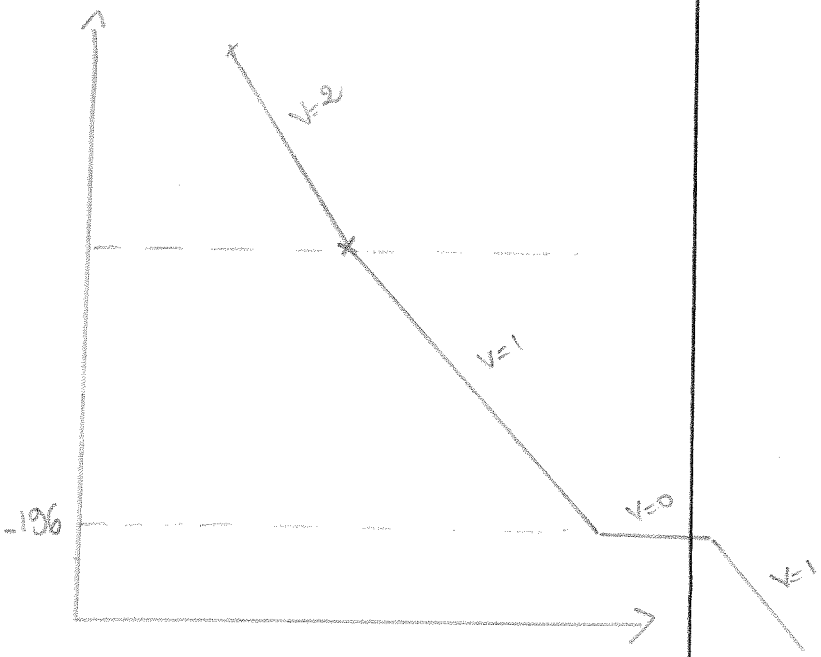
② -
① ⇒ liq homogène (solution ammoniacale)
⑤ ⇒ $NH_3(s)$ + liq
⑥ ⇒ liq + A(s)
⑦ ⇒ As + liq
⑧ ⇒ liq + Bs
⑨ ⇒ Bs + liq
⑩ ⇒ liq + glace
② ⇒ $NH_3(s)$ + A(s)
③ ⇒ A(s) + B(s)
④ ⇒ B(s) + glace

③ - T point invariant
V = 0 ⊛

④ -
E : Liq ⇌ Bs + glace
D : Bs ⇌ Bℓ
F : Liq ⇌ glace
G : $H_2O(\ell)$ ⇌ $H_2O(g)$ glace

المكتب المسير لجمعية العلماء

5-



وادي النمل
المكتب المسير
كلية العلوم

③ - les halogènes peuvent avoir des degré d'oxyd. supérieur à $-I, 0, +I$, $+III$, $+V$; $+VII$

④ - réaction de préparation de Cl_2 à partir de HCl et $KMnO_4$.

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

$2MnO_4^- + 16H^+ + 10Cl^- \longrightarrow 5Cl_2 + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

$\Rightarrow$

$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 5Cl_2 + 2MnCl_2 + 8H_2O + 2KCl$.

⑤ - a) et b).

Anion	nom	DO(Cl)	nom de l'oxacide	Géo
ClO^-	Anion hypochlorite	$+I$	Acide hypochloreux	Linéaire
ClO_2^-	Anion chlorite	$+III$	Acide chloreux	V
ClO_3^-	Anion chlorate	$+V$	Acide chlorique	pyramide à base triangulaire
ClO_4^-	Anion perchlorate	$+VII$	Acide perchlorique	Tétraédrique

⑥ - HBr réagit avec $KMnO_4$ et $K_2Cr_2O_7$

HCl réagit uniquement avec $KMnO_4$ (les valeurs des potentiels standard)

⑦ - Cette évolution peut s'expliquer par la différence d'électronégativité entre le chlore et les autres atomes

NaCl et $MgCl_2$: liaison ionique

$AlCl_3$ et PCl_5 : liaison polarisé

$SiCl_4$: liaison covalente

3) N_2 est trivalent c'à d ne peut faire que 3 liaisons pour faire 4 liaisons. il faut se ressemble au carbonne, au pt de vue e⁻.

- NO est molecule qui forme radicalaire, elle instable elle va selier immédiatement avec un autre NO.

4) - NO_3 $DO(N) = 5$

NO_2 $DO(N) = 3$

il passe de 5 à 3 ⇒ réduction gagne 2e⁻

$$NO_3 + 2e^- + 2H^+ \rightarrow NO_2 + H_2O$$

⇒

$$NO_2 + 2e^- + 2H^+ \longrightarrow NO + H_2O$$

$$2NO + 2e^- + 2H^+ \longrightarrow N_2O + H_2O$$

$$N_2O + 2e^- + 2H^+ \longrightarrow N_2 + H_2O$$

Exercice 6

1) les méthode de préparation des halogène :
- M. chimique (par oxydant plus fort que X)
- M. électrochimique (par électrolyse)

2) Un halogène de Z plus petit, oxyde un halogène de Z plus grand.

F l'élément le plus oxydant de Tous les halogènes, la réaction s'appelle réaction de déplacement.

Exercice 5

pour avoir N_2 pur, et éliminer toute trace d'O_2, on utilise le phénoméne d'adsorption sur charbon actif qui adsorbe plus rapide O_2 que N_2 :

$$2xC + xO_2 + (1-x)N_2 \longrightarrow 2xCO + (1-x)N_2$$

1) - les nitrures sont des composés où l'azote est DO = -3

- Nitrures covalents :
N_2 est en liaison avec des élément électronégativité voisine
- Nitrures ionique :
N_2 est en liaison avec des élément électropositif
- Nitrure pocovalent polymérisés :
nitrure d'élément III . N_2 est en liaison avec des élément de la treizième du TP. Liaison covalente est polarisée
- nitrure métallig :
N_2 met dans les sites des structures cristallins.

→ Nitrure type
- nitrure ionique : Li_3N
- nitrure covalent : NH_3
- nitrure covalent polymérisé : APN
- nitrure métallig Mn_4N

④ - L'eau est un excellent solvant pour savoir si un thé est déjà sucré, il est souvent nécessaire de le goûter, le sucre semble avoir disparu où est le sucre et que s'est-il passé ?
le morceau de sucre se dissout dans l'eau, mais le sucre ne disparaît pas, il forme un mélange homogène avec l'eau.
L'eau est en effet un très bon solvant, elle dissout un grand nombre de corps ionique comme sels :

a) CO_2, NO_2, SO_3 plus solubles dans l'eau car ce sont de molecules qui possède des moment dipolaire. par contre O_2, H_2, N_2 ne possèdent pas de moment dipolaire et sont donc moins solubles dans l'eau.

b) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$

Exercice 3

Les composés H_2X (X famille de O) famille O à 6e- valence.

X	O	S	Se	Te
Molec	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
M(g)	18	34	81	130
Teq	+100	-59,4	-41,3	-4

② on remarque 3 points presque alignés sont ceux correspondant à H_2S, H_2Se, H_2Te ce qui fait que le pt d'ébullition anormale Correspont à H_2O qui normalement devrait avoir une T. à peu-près égale à -70°C. normalement H_2O devrait avoir le même Comportement thermodynamique que H_2S puisque O et S sont proches dans le même colonne.

③ cette anomalie vient du faite d'existence de liaison hydrogène plus forte dans H_2O liquide, qui fait que on doit fournir plus d'énergie pour casser cette liaison et faire passer H_2O à l'état gaz.

exosup.com
page facebook

② Au laboratoire l'oxygène est préparé par décomposition de Hg et $KClO_3$:

③ $O_2 + h\nu \longrightarrow O + O$

$O_2 + O \longrightarrow O_3$

~~o bivalent~~.

La molécule est plane, hybridation sp^3, atome central O+

④ - S est l'élément très répandu aussi bien à l'état natif que Combiné (Sulfures et Sulfates). Combiné à l'hydrogène sous forme de sulfure d'hydrogène H_2S, il est présent dans certains gisements de gaz naturel

⑤ - S s'obtient à partir de H_2S selon de la réaction de Claus. La réaction dite de Claus permet la conversion de sulfure d'hydrogène en soufre. Cette réaction peut être Considéréé comme étant le résultat de d réactions :

$H_2S + 3/2 O_2 \longrightarrow SO_2 + H_2O$

$3/2 H_2S + 1/3 SO_2 \longrightarrow S + 2/3 H_2O$

$2H_2S + SO_2 \longrightarrow 3S + 2H_2O$

Série 2

Exercice 1

Le but : préparation de Aluminium

Al n'existe pas en tant que tel dans la nature, il existe sous forme hydroxyde d'Aluminum $Al(OH)_3$, dans un minerai qui s'appelle la bauxite qui renferme aussi de hydroxyde de Fer : $Fe(OH)_3$ et la Silice SiO_2

- $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAl(OH)_4$ aq
- $NaAl(OH)_4 + HCl \rightarrow Al(OH)_3 + HCl$
- $2Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$
- Cathode :

$2(Al^{3+} \longrightarrow$ ~~$3e^-$~~ $+ 3e^- \longrightarrow Al)$

Anode :

$3(O^{2-} \rightarrow 1/2 O_2 + 2e^-)$

$\Rightarrow Al_2O_3 \longrightarrow 2Al + 3/2 O_2$

⑤ - Le cryolite K_3AlF_6 est ajoutée pour abaisser T_f de 2000°C à $T = 900°C$ pour économiser l'énergie

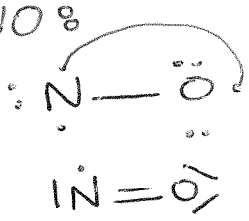
Exercice 2

④ L'air Contient 20% O_2, 80% N_2 à l'industrie on le comprime puis on procède par distillation fractionnée vue que $T_{eb}(O_2) \approx -185°C$

$T_{eq}(N_2) \approx -196°C$

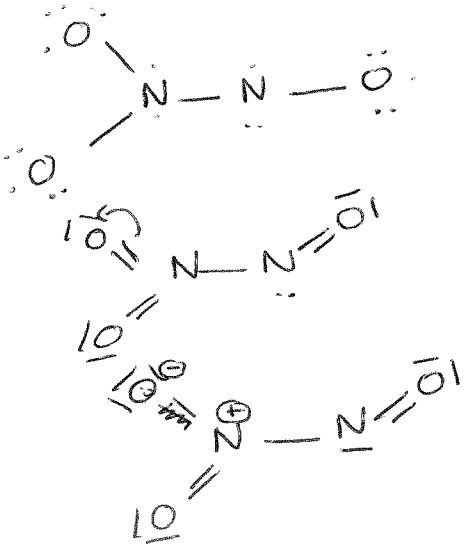
Cela pour produire O_2 et N_2

⊛ NO :

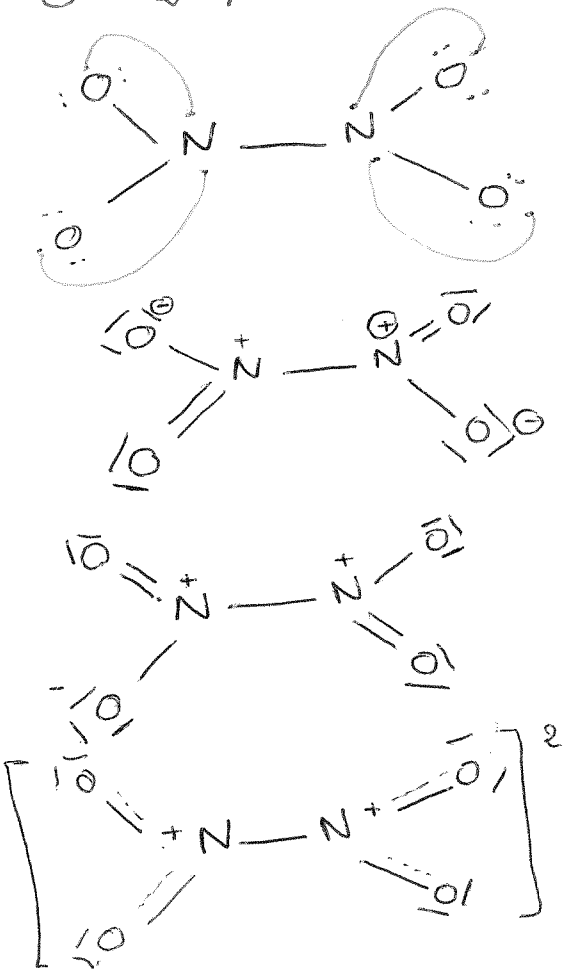


NO instable
$(NO)_2$ stable.

⊛ N_2O_3 2re⁻



⊛ N_2O_4



$Li_2O + H_2O \longrightarrow 2LiOH$

$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

Caractère ionique : basique
Caractère covalent : acide.

© réaction de Ca, C, N

$Ca + 2C \longrightarrow CaC_2$

$3Ca + N_2 \longrightarrow Ca_3N_2$

$\Rightarrow Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2e^-$
oxydation Ca est réducteur

$2C + 2e^- \longrightarrow C_2^{2-}$

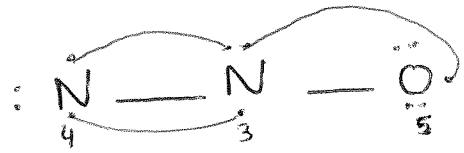
$3Ca \longrightarrow 3Ca^{2+} + 6e^-$

$3N + 6e^- \longrightarrow 2N^{3-}$

Exercice4

Représentation de Lewis :

⊛ N_2O $\quad :O: \quad -\dot{N}\cdot$



$:N \equiv \quad -\bar{N}= \quad -\overset{+}{N}\equiv \quad =\dot{N}=$

$\ominus|\bar{O}- \quad :O=$

$:N \equiv N=O:$

$:N \equiv \overset{\oplus}{N}-\bar{O}|^{\ominus}$

- $\chi(Na) < \chi(Mg) < \chi(Al) < \chi(Si) < \chi(P) < \chi(S) < \chi(Cl)$
- $\chi(Li) > \chi(Na)$ ⇒
- $\chi(O) > \chi(S)$
 $\chi(C) > \chi(Si)$
 ⇒ $\chi(S) > \chi(C)$



- $\chi(O) > \chi(S) > \chi(C) > \chi(Mg) > \chi(Li)$

b) - Rappel : A-B est ionique si la différence d'χ entre A et B est grande c-à-d la valeur $|\chi(A) - \chi(B)|$ est grande dans ce cas on obtient :

A+p, B-p ($\chi(A) \ll \chi(B)$)

Les oxydes précédents sont Li_2O, MgO, SO_3, CO_2 parmi ces oxydes Li_2O, MgO sont ionique par Contre CO_2 et SO_3 sont Covalent

$Li_2O \longrightarrow 2Li^+ + O^{2-}$

$MgO \longrightarrow Mg^{2+} + O^{2-}$

c) Le caractère ionique et le comportement acido-basique de ces oxydes sont liés en effet de Li_2O, MgO libère facilement O^{2-} qui réagit facilement avec H_2O selon la réaction

$O^{2-} + H_2O \longrightarrow 2OH^-$

donnant un milieu basique.
donc plus un oxyde est ionique plus il est basique.

Exercice 4

(2) - a/ - les oxydes alcalins selon le degré d'oxydation de l'oxygène on a soit oxyde, peroxyde, Superoxyde.

⊛ O^{2-}, M_2O oxyde Alcalin K_2O
DO = -2

⊛ O_2^{2-}, M_2O_2 ~~oxyde~~ peroxyde Alcalin
K_2O_2 DO = -1

⊛ O_2^-, MO_2 superoxyde Alcalin
KO_2 DO = -1/2

c) - Superoxyde de potassium est très utilisé comme source d'oxygène, via sa réaction avec le dioxyde de C : CO_2

$2KO_2 + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + 3/2 O_2$

(4) - La réaction d'un alcalin ou d'un alcalino-terreux avec l'eau, génère des hydroxydes d'alcalins ou d'alcalino-terreux et de l'hydrogène pour le lithium et le magnésium les réaction sont comme suit :

$Li + H_2O \longrightarrow LiOH + 1/2 H_2$

$Mg + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 + H_2$

(5)
a) Classement d'électronégativité de la 3ème période du T.P

- Anode :

$H_2O \longrightarrow H^+ + 2e^- + \frac{1}{2}O_2$

- Cathode :

$H_2O + 2e^- \longrightarrow HO^- + H_2$

RG : $H_2O \longrightarrow H_2 + \frac{1}{2}O_2$

④ ⊕ Alcalane :

$C_nH_{2n+2} + n\,H_2O \longrightarrow n\,CO + (2n+1)\,H_2$

⊕ Carbone :

Réaction se fait à T = 400°C

$H_2O + C \longrightarrow CO + H_2$

$H_2O + CO \longrightarrow CO_2 + H_2$

⊕ séparation de H_2 et CO_2 :

H est séparé de CO_2 par lavage avec une solution d'éthanolamine

$HO-C_2H_4-NH_2$

CO_2 est capté par $HO-C_2H_4-NH_2$ à T = 70°C suivant le sens gauche droite de la réaction, puis l'éthalomaine est régénérée à 120°C en libérant CO_2

نادي الشرق للمكتب المسير لجهة العاصمة

Série 1

Exercice 1

① - les isotopes d'hydrogène :

* ^1H : le plus abondant ~ 99,98%
* ^2H, D : beaucoup moins abondant
* ^3H, T : il n'est présent qu'en infime quantité, très instable, le seul isotope radioactif de H.

② - DO :

* DO = 0 : H_2
* DO = +1 : (H^+) HCl CH_4
* DO = -1 (H^-) NaH $LiAlH_4$ CaH

H est généralement +1 excepté dans le cas des hydrures est -1.

③

- à anode : oxydation

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

$E°(Cl_2/Cl^-) = 1,36V$

$H_2O \longrightarrow H^+ + 2e^- + \frac{1}{2}O_2$

$E°(O_2/H_2O) = 1,23V$

- à Cathode : réduction

$2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$

$E°(Na^+/Na) = -2,71V$

$H_2O \longrightarrow HO^- + \frac{1}{2}H_2$

$E°(O_2/H_2O) = -0,83V$

. la règle est qu'à l'anode : l'oxydation fait intervenir le réducteur dont le potentiel standard est le plus petit et qu'à la cathode la réduction fait intervenir l'oxydant qui a le plus grand E°

réaction globale :

$H_2O \longrightarrow \frac{1}{2}O_2 + H_2$

* Cathode (réduction)

$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$

* Anode (oxydation)

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

$2OH^- \longrightarrow H_2O + \frac{1}{2}O_2 + 2e^-$

$\Rightarrow 2H^+ + 2OH^- \longrightarrow H_2 + H_2O + \frac{1}{2}O_2$



+A

H	1s¹ alcalins ou métaux alcalins
Li	2s¹
Na	3s¹
K	4s¹
Rb	5s¹
Cs	6s¹
Fr	7s¹

ns^1 n : 1 → 7.

* Capable de libéré 1 e^-

$M \longrightarrow M^+ + e^-$

* forme des composé ionique

KCl, NaCl, KI ...

* $2M + 2H_2O \longrightarrow 2M^+_{aq} + 2HO^- + H_2$

* réaction avec O_2

$Na \xrightarrow{O_2} Na_2O \xrightarrow{O_2} Na_2O_2$

$Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Na^+ + 2HO^- + H_2O_2$

H_2O_2 : eau oxygénée agent oxydant Très fort pour blonchissement et désinfection.

* $K, Rb, Cs \xrightarrow{O_2} MO_2 \xrightarrow[O_2]{CO_2} O_2$

* Na^+, K^+, utiles biologiquemen

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

~~$2H_2O \longrightarrow \frac{1}{2}O_2 + 2H_2 + 2e^-$~~

$H_2O \longrightarrow 2H^+ + \frac{1}{2}O_2 + 2e^-$

Cathode : réduction

$2Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2Na$

$2H_2O + 2e^- \longrightarrow 2OH^- + H_2$

$E^\circ\left(\frac{Cl_2}{Cl^-}\right) = 1,36\ V$

$E^\circ\left(\frac{O_2}{H_2}\right) = 1,23\ V$

$E^\circ\left(\frac{Na^+}{Na}\right) = -2,71\ V$

$E^\circ\left(\frac{H_2O}{H_2}\right) = -0,83\ V$

exosup.com page facebook